

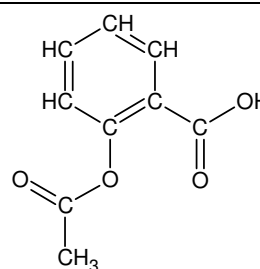
Dosage volumétrique (titrage acide-base) de l'acide acétylsalicylique contenu dans un comprimé d'aspirine

Préambule ...

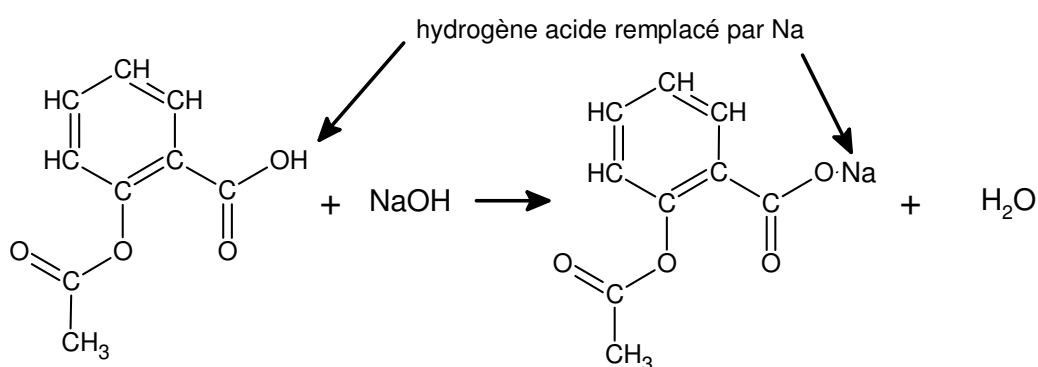
- ▷ Qu'est-ce que l'acide salicylique ? Il s'agit d'un médicament, au nom commercial d'aspirine, vendu sous différentes formes (effervescent ou non, ...) Les comprimés analysés contiennent exclusivement de l'acide acétylsalicylique et un excipient neutre.

A partir de la formule ci-contre

- ▷ retrouvez la formule brute :
- ▷ Calculez la masse moléculaire relative



- ▷ Il n'est pas aisé de prévoir la solubilité de ce composé. La présence de liaisons covalentes polarisées (C-O, O-H) laisse entrevoir la présence d'un dipôle mais l'importance de la partie non polarisée (le squelette C-C, les liaisons C-H) risque d'affaiblir le caractère polaire du composé. C'est le cas ici : L'aspirine n'est guère soluble dans l'eau (<1 g/L). On devra choisir un solvant intermédiaire ni trop polaire ni apolaire, le méthanol CH₃OH.
- ▷ Nous savons qu'un acide réagit avec une base. L'acide salicylique réagit avec l'hydroxyde de sodium par exemple suivant l'équation (1 mole d'acide pour 1 mole de base)



Le mode opératoire

- ▷ Préparer 250 mL de NaOH 0,1 mol.L⁻¹ (ou mol/L c'est la même chose ☺) à partir de la solution stock de NaOH 1 mol.L⁻¹.

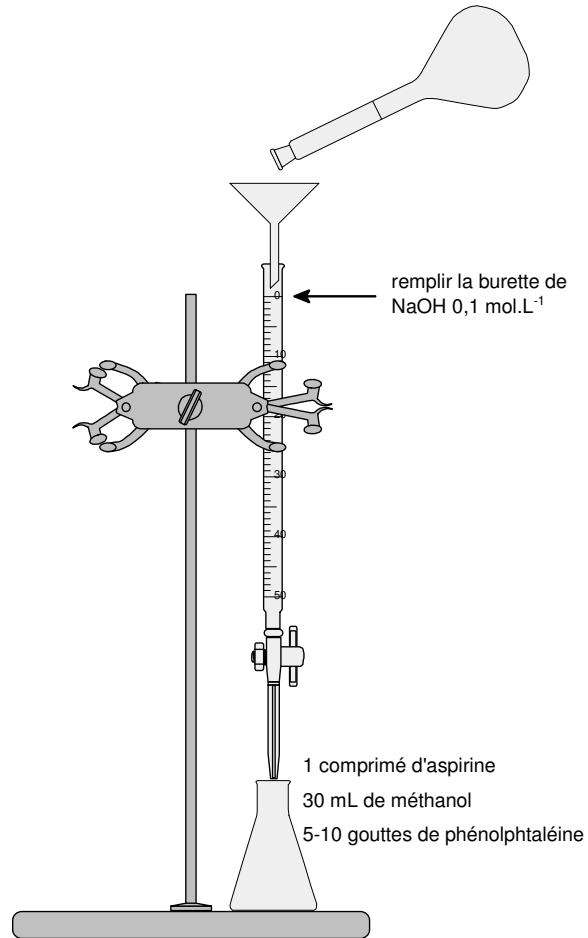
- ▷ Introduire un comprimé d'aspirine 500 mg dans un petit erlenmeyer (100 mL). Ajouter 30 mL de méthanol (ou éthanol). Ecraser le cachet avec une baguette de verre. Agiter délicatement. L'acide devrait ainsi se dissoudre dans le solvant. (Attention, évitez les pertes). On peut rincer la baguette avec un peu de méthanol.
- ▷ Ajouter 5 à 10 gouttes de l'indicateur coloré (phénolphtaléine).

Le milieu est acide et la couleur de la phénolphtaléine est

- ▷ Réaliser le titrage schématisé dans le schéma ci contre

- On rince la burette propre avec un peu de la solution NaOH ;
- On remplit ensuite la burette avec le NaOH (le bas du ménisque correspond à la graduation 0) ;
- On ajoute progressivement le NaOH jusqu'à ce que l'indicateur change de couleur. Au volume précis (**à la goutte près !**) où ce

changement de couleur apparaît, on atteint ce qu'on appelle l'équivalence (le nombre de mole de base a exactement réagit, mole à mole, avec l'acide). Généralement, on effectue un premier titrage rapide mais peu précis (ajout de titrant NaOH mL par mL) pour déterminer approximativement le point équivalent. Et ensuite on recommence le titrage (3 fois) avec ajout rapide de NaOH jusqu'à environ 2 mL avant l'équivalence et puis ajout goutte à goutte. L'indicateur doit conserver la couleur (pas nécessairement intense) pendant 30 secondes.



En milieu basique, la couleur de la phénolphtaléine est

- ▷ Présenter les résultats dans un tableau clair.

Calculs

Au point équivalent le nombre de mole de NaOH ajouté correspond au nombre de mole d'acide neutralisé. Ce qui correspond



$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{aspirine}}$$

$$\text{Or } C = n/V \text{ ou } n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \quad (V_{\text{NaOH}} \text{ est la moyenne des mesures})$$

$$\text{Donc } n_{\text{aspirine}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

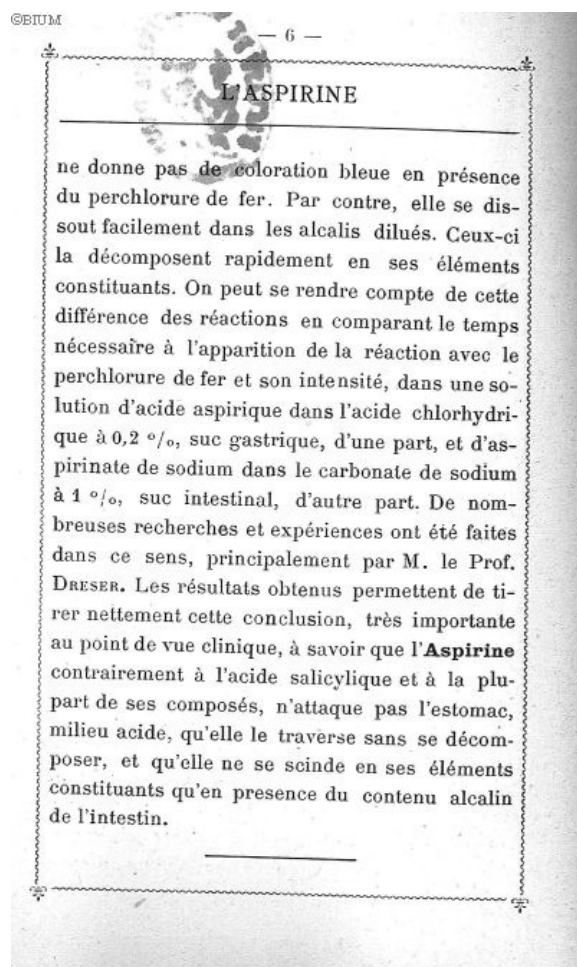
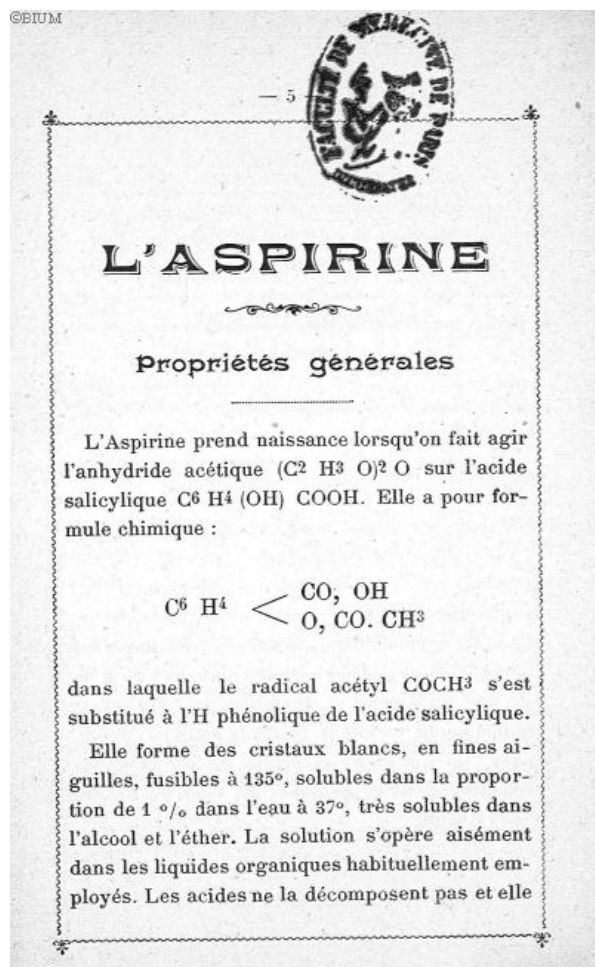
On connaît donc le nombre de mole d'aspirine contenu dans le comprimé. On connaît aussi la Mr de l'aspirine (voir page 1) ... il ne nous reste plus (**conclusion du rapport**) qu'à évaluer la masse d'aspirine présente dans le comprimé et de la comparer avec l'affirmation (Aspirine 500 mg).



Attention, une manipulation de laboratoire ne peut se faire qu'en connaissance complète des risques encourus et des précautions à prendre.

Annexe

Intéressant ... une brochure technique sur l'aspirine éditée par la société Bayer en 1900 (**L'aspirine : propriétés générales, applications** Paris : Société anonyme des produits Fréd. Bayer et cie, c. 1900)



Document disponible en intégralité (comme de nombreux autres documents numérisés) sur le site de la BIUM (Bibliothèque InterUniversitaire de Médecine)
<http://web2.bium.univ-paris5.fr/livanc/?cote=82028x09>)